

Questions générales :

- 1/ Donner l'équilibre qui traduit l'oxydation du fer en milieu acide désaéré (équilibre, demi-équations).
- 2/ Expliquer la différence entre un métal en situation de corrosion en régime de transfert de charges et en régime de diffusion (représenter les courbes I-E).
- 3/ Qu'est ce qu'un métal passivable (exemple).
- 4/ Donner la relation qui permet de passer d'un courant de corrosion à une épaisseur de corrosion.
- 5/ Qu'est ce que la corrosion par aération différentielle, expliquez.
- 6/ idem pour la corrosion par piqûre.

Exercice 2 : Diagramme E - pH du zinc

A l'aide des données ci-dessous, on se propose de tracer le diagramme E-pH du zinc pour une concentration en espèce dissoute de $10^{-2}M$ en tenant compte des espèces Zn , Zn^{2+} , $Zn(OH)_2$ et $Zn(OH)_4^{2-}$.

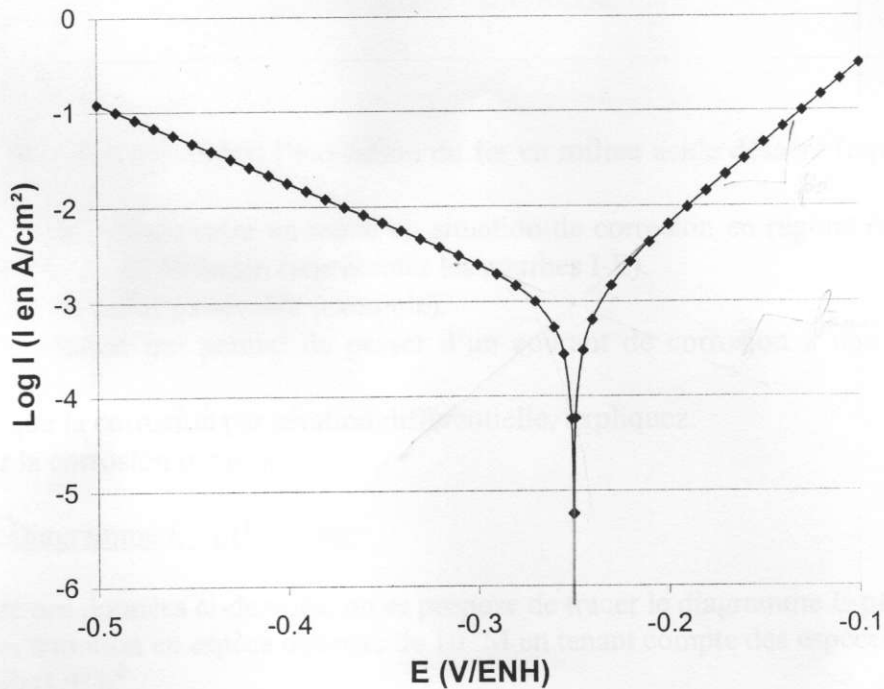
Donnée : $E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76V$

- 1/ Donner les équilibres associés aux constantes suivantes :
 $pK_s(Zn(OH)_2) = 17$; $pK_d = 15,5$ (constante de dissociation du complexe contenant 4 groupements hydroxydes)
- 2/ En déduire le pH de précipitation de l'hydroxyde de zinc.
- 3/ Donner l'équilibre de dissolution de cet hydroxyde en $Zn(OH)_4^{2-}$ et déterminer le pH de dissolution dans les conditions du problème.
- 4/ Donner le diagramme de prédominance des espèces.
- 5/ Tracer le diagramme E-pH du zinc et y superposer le système de l'eau.
- 6/ Que pouvez vous conclure quant à la stabilité du zinc en milieu aqueux.

Exercice 3 : Aspect cinétique de la corrosion du zinc

La courbe intensité potentiel du fer immergé dans une solution d'acide sulfurique à $pH=0$ est représentée à la figure suivante. Il s'agit d'une représentation en coordonnées semi-logarithmiques, où les densités de courant sont exprimées en A/cm^2 et les potentiels en volt par rapport à l'électrode normale à hydrogène (ENH).

Fer milieu acide sulfurique pH=0



1/ Commenter la courbe obtenue.

2/ Par extrapolation des droites de Tafel, déterminer les valeurs du potentiel de corrosion (E_{corr}), du courant de corrosion (I_{corr}), et des coefficients anodique et cathodique de Tafel (β_a et β_c).

3/ Calculer la vitesse de corrosion du fer dans ce milieu (supposer qu'il s'oxyde en Fe^{2+}).

4/ Estimer les valeurs des courants d'échange (I°) des systèmes H^+/H_2 et Fe^{2+}/Fe . On supposera qu'il y a 10^{-6} mol/L de Fe^{2+} dissous.

5/ On se propose maintenant d'estimer la cinétique de corrosion du zinc dans ce milieu. Le système H^+/H_2 est « lent » sur électrode de zinc, son courant d'échange ($I^\circ \text{H}^+/\text{H}_2$) est de l'ordre de 10^{-10} A/cm^2 .

Déterminer la valeur du courant de corrosion du zinc (en A/cm^2) dans cette solution, en utilisant une valeur du courant d'échange du système Zn^{2+}/Zn égale à celle du système Fe^{2+}/Fe (déterminée en 4/), et des valeurs théoriques pour β_a et β_c (calculées à 25°C pour un coefficient de transfert α de 0,5) Pour ce calcul, placez vous dans le cas du début de corrosion ($[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$).

6/ montrer que le zinc, avec un potentiel standard (E°) inférieur à celui du fer, se corrode moins vite que ce dernier.

Quelles applications industrielles peuvent découler de cette propriété ?